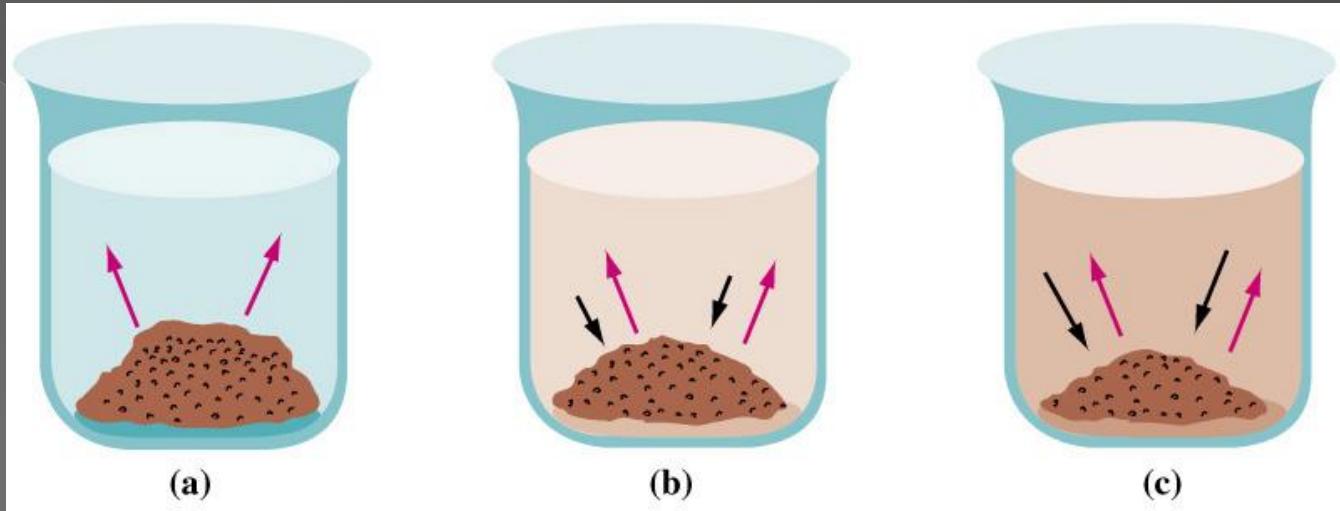


PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

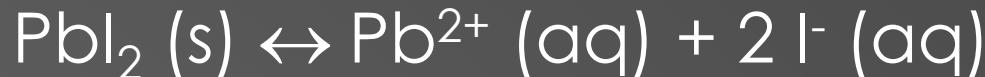
1

CONCEPTOS BÁSICOS.



$$v_{\text{disoluc}} = v_{\text{cristaliz}} \Rightarrow \text{Equilibrio}$$

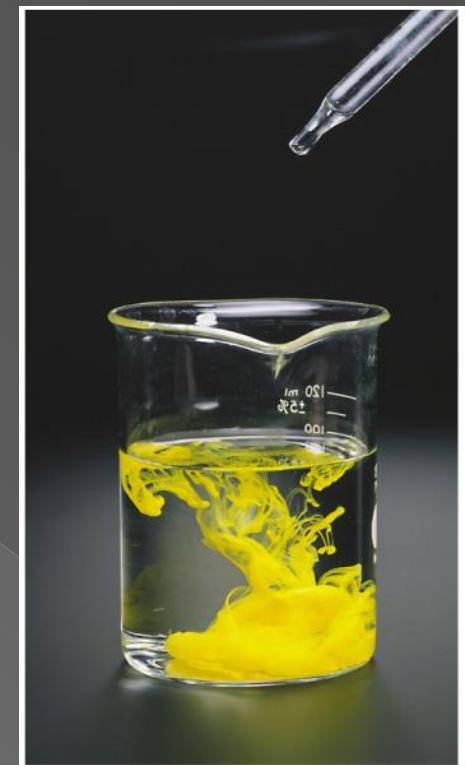
Disolución saturada: Aquella que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura dada.



- Dinámico
- Heterogéneo
- Reacción directa: disolución [Equilibrios de solubilidad]
- Reacción inversa: precipitación [Equilibrios de precipitación]

Reacciones de precipitación: Aquéllas que dan como resultado la formación de un producto insoluble.

Precipitado: Sólido insoluble que se forma por una reacción en disolución.



Equilibrio de solubilidad

Se define la **solubilidad (S)** como la máxima cantidad de soluto disuelto permitida por litro de disolución

Todas las sustancias en mayor o menor grado son solubles en agua.

Incluso las sustancias denominadas “insolubles” experimentan el equilibrio de solubilidad:

- Sólidos iónicos cristalinos
- Solubles $(s \geq 2 \cdot 10^{-2} \text{ M})$
 - Ligeramente solubles $(10^{-5} \text{ M} < s < 2 \cdot 10^{-2} \text{ M})$
 - Insolubles $(s \leq 10^{-5} \text{ M})$

[p.ej. NaCl en agua a 0°C $\Rightarrow s = 35.7 \text{ g por 100 mL agua}$]



Equilibrio de precipitación

A idéntica situación (equilibrio) se llega si el compuesto AB se forma al mezclar disoluciones iónicas de compuestos solubles que contienen los iones A⁺ y B⁻ por separado: **formación del precipitado**

Ejemplo: Ba(SO)₄



equilibrio de precipitación



equilibrio de solubilidad

2

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



Constante del Producto de solubilidad

Relación entre la solubilidad y el producto de solubilidad:



$$\begin{array}{ccc} [\]_0 & - & - \\ [\]_{\text{eq}} & s & s \end{array}$$

$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{\text{PS}}}$$

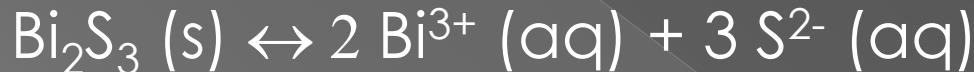


$$[\quad]_{\text{eq}} \quad \quad \quad s \quad \quad \quad 2s$$

$$K_{\text{PS}} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

$$K_{\text{PS}} = (s) (2s)^2$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{PS}}}{4}}$$



$$[\quad]_{\text{eq}} \quad \quad \quad 2s \quad \quad \quad 3s$$

$$K_{\text{PS}} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$

$$K_{\text{PS}} = (2s)^2 (3s)^3$$

$$s = \sqrt[5]{\frac{K_{\text{PS}}}{108}}$$

Constantes del producto de solubilidad a 25 °C

Soluto	Equilibrio de solubilidad	K_{sp}
Bromuro de plata	$\text{AgBr}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Br}^-(aq)$	$5,0 \times 10^{-13}$
Carbonato de bario	$\text{BaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$5,1 \times 10^{-9}$
Carbonato de calcio	$\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$2,8 \times 10^{-9}$
Carbonato de estroncio	$\text{SrCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-10}$
Carbonato de magnesio	$\text{MgCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$3,5 \times 10^{-8}$
Carbonato de plata	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(s) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$8,5 \times 10^{-12}$
Cloruro de mercurio(II)	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(s) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(aq) + 2 \text{Cl}^-(aq)$	$1,3 \times 10^{-18}$
Cloruro de plata	$\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$	$1,8 \times 10^{-10}$
Cloruro de plomo(II)	$\text{PbCl}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{Cl}^-(aq)$	$1,6 \times 10^{-5}$
Cromato de plata	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq) + \text{CrO}_4^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-12}$
Cromato de plomo(II)	$\text{PbCrO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + \text{CrO}_4^{2-}(aq)$	$2,8 \times 10^{-13}$
Fluoruro de calcio	$\text{CaF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + 2 \text{F}^-(aq)$	$5,3 \times 10^{-9}$
Fluoruro de magnesio	$\text{MgF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{F}^-(aq)$	$3,7 \times 10^{-8}$
Fosfato de magnesio	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(s) \rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{PO}_4^{3-}(aq)$	1×10^{-25}
Hidróxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$	$1,3 \times 10^{-33}$
Hidróxido de cromo(III)	$\text{Cr}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$	$6,3 \times 10^{-31}$
Hidróxido de hierro(III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$	4×10^{-38}
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{OH}^-(aq)$	$1,8 \times 10^{-11}$
Ioduro de plata	$\text{AgI}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{I}^-(aq)$	$8,5 \times 10^{-17}$
Ioduro de plomo(II)	$\text{PbI}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{I}^-(aq)$	$7,1 \times 10^{-9}$
Sulfato de bario	$\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-10}$
Sulfato de calcio	$\text{CaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$9,1 \times 10^{-6}$
Sulfato de estroncio	$\text{SrSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$3,2 \times 10^{-7}$

*En el Apéndice D se encuentra una relación más amplia de valores de K_{sp} .

Como calcular la solubilidad del AgCl



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$$

$$s = \sqrt{1,6 \times 10^{-10}}$$

Solubilidad molar: $s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M} = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$

$$s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M} \times \text{PM}_{\text{AgCl}}$$

$$s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 143,5 \text{ g/mol}$$

Solubilidad: $s = 1,87 \times 10^{-3} \text{ g/L}$

Mezclamos dos soluciones que contienen dos iones que pueden formar una sal insoluble.

¿Cómo saber si se formará precipitado?

¿El sistema está en equilibrio?

$Q = K_{PS}$ \Rightarrow **Equilibrio : disolución saturada**

$Q > K_{PS}$ \Rightarrow **Se desplaza hacia la izquierda : precipita**

$Q < K_{PS}$ \Rightarrow **No precipita : disolución no saturada.**

Reglas de solubilidad para compuestos iónicos en agua a T = 25 °C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contengan iones de metales alcalinos (Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} , Rb^{+1} , Cs^{+1} y el ion amonio NH_4^{+1})	
Nitratos (NO_3^{-1}), bicarbonatos (HCO_3^{-1}) y cloratos (ClO_4^{-1})	
Halogenuros (Cl^{-1} , Br^{-1} y I^{-1})	Halogenuros de Ag^{+1} , Hg_2^{+2} y Pb^{+2}
Sulfatos (SO_4^{-2})	Sulfatos de Ag^{+1} , Ca^{+2} , Sr^{+2} , Ba^{+2} y Pb^{+2}
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{-2}), fosfatos (PO_4^{-3}), cromatos (CrO_4^{-2}) y sulfuros (S^{-2})	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y al ion amonio
Hidróxidos (OH^{-1})	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y al ion Ba^{+2}

Problema: Clasificar a los siguientes compuestos como solubles o insolubles en agua:
 Ag_2SO_4 , CaCO_3 , Na_3PO_4 y Hg_2Cl_2

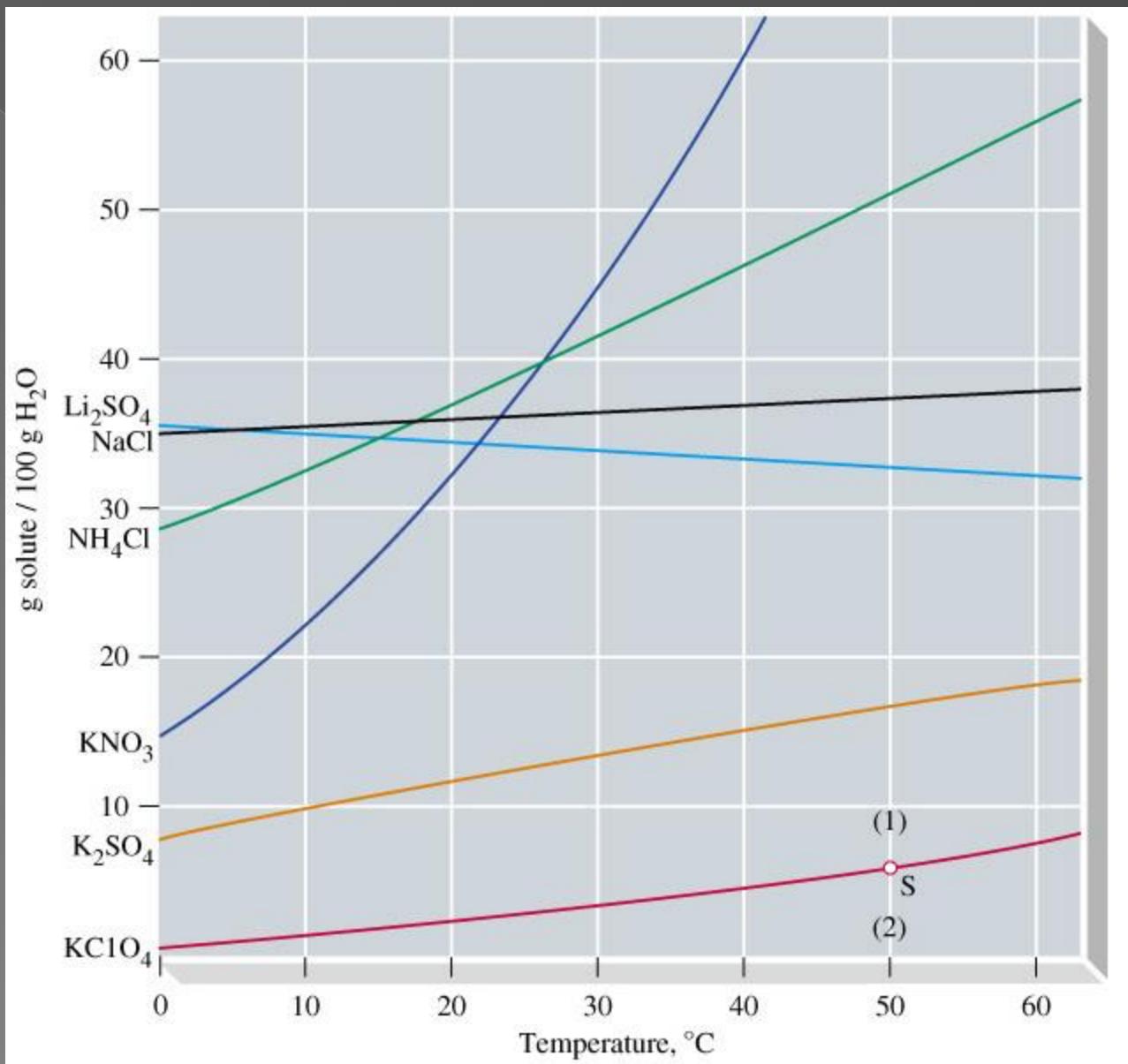
3 FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD.

3.1. Efecto de la temperatura.

Afecta a K_{PS} , dado que es una constante de equilibrio.

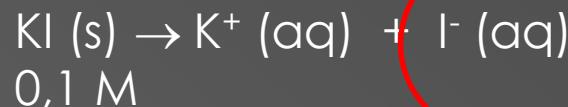
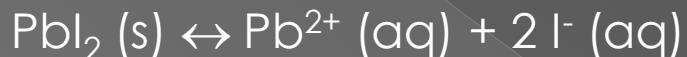


- Si $\Delta H^\circ_{dis} > 0$ (endotérmica) $\Rightarrow T \uparrow \quad K_{PS} \uparrow \quad s \uparrow$
- Si $\Delta H^\circ_{dis} < 0$ (exotérmica) $\Rightarrow T \uparrow \quad K_{PS} \downarrow \quad s \downarrow$



3.2. Efecto del ión común.

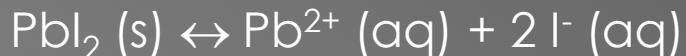
La solubilidad de un compuesto iónico poco soluble **disminuye** en presencia de un segundo soluto que proporcione un ión común.



0,1 M



Ión común



$[]_0$	0	0,1 M
c)	s	$2s$
$[]_{eq}$	s	$0,1 + 2s$

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

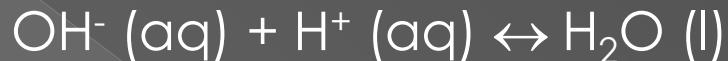
$$7,1 \times 10^{-9} = s \cdot (0,1)^2$$

$$s = 7,1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$s (\text{PbI}_2 \text{ en agua}) = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$s (\text{PbI}_2 \text{ en una disolución} \\ 0,1 \text{ M de KI}) = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

3.3. Efecto del pH.



Si el pH se hace más ácido \Rightarrow menor $[\text{OH}^-]$ \Rightarrow
 \Rightarrow el equilibrio se desplaza a la derecha \Rightarrow **mayor solubilidad**.

Este efecto ocurre en todas las sales cuyo anión presente carácter básico (que puede hidrolizar).



La solubilidad de las sales que contienen aniones básicos aumenta conforme el pH disminuye.